

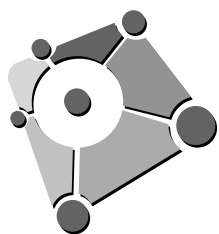
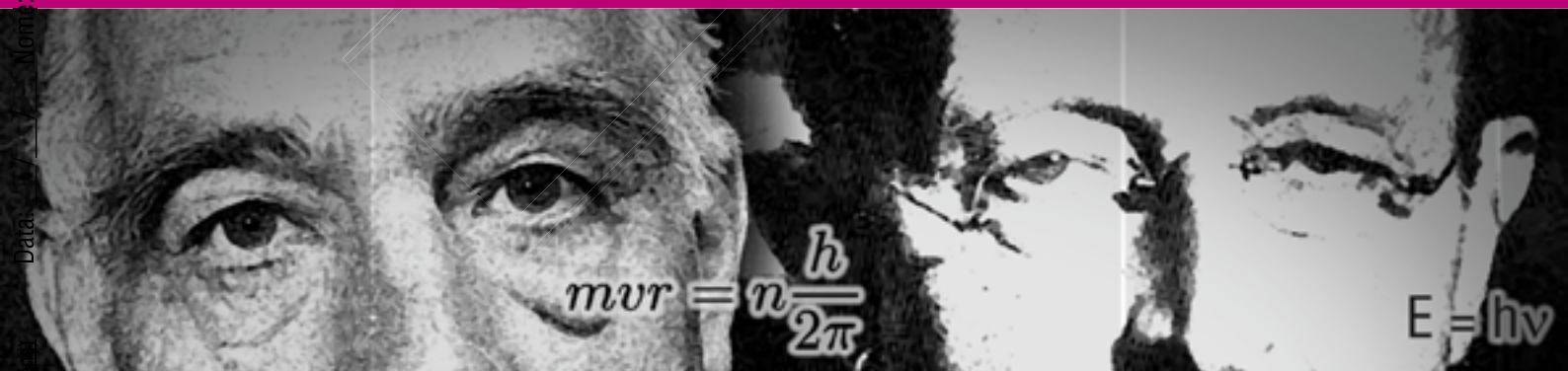
DISCIPLINA

Arquitetura Atômica e Molecular

Quantização de energia e o modelo de Bohr

Autores

Ótom Anselmo de Oliveira
Joana D'Arc Gomes Fernandes



Programa Universidade a Distância
UNIDIS
Grad

aula

02

Governo Federal

Presidente da República

Luiz Inácio Lula da Silva

Ministro da Educação

Fernando Haddad

Secretário de Educação a Distância – SEED

Ronaldo Motta

Universidade Federal do Rio Grande do Norte

Reitor

José Ivonildo do Rêgo

Vice-Reitor

Nilsen Carvalho Fernandes de Oliveira Filho

Secretária de Educação a Distância

Vera Lúcia do Amaral

Secretaria de Educação a Distância- SEDIS

Coordenadora da Produção dos Materiais

Célia Maria de Araújo

Coordenador de Edição

Ary Sergio Braga Olinisky

Projeto Gráfico

Ivana Lima

Revisores de Estrutura e Linguagem

Eugenio Tavares Borges

Marcos Aurélio Felipe

Pedro Daniel Meirelles Ferreira

Revisoras de Língua Portuguesa

Janaina Tomaz Capistrano

Sandra Cristinne Xavier da Câmara

Ilustradora

Carolina Costa

Editoração de Imagens

Adauto Harley

Carolina Costa

Diagramadores

Mariana Araújo Brito

Adaptação para Módulo Matemático

Thaís Maria Simplicio Lemos

Imagens Utilizadas

Banco de Imagens Sedis (Secretaria de Educação a Distância) - UFRN

Fotografias - Adauto Harley

MasterClips IMSI MasterClips Collection, 1895 Francisco Blvd,

East, San Rafael, CA 94901, USA.

MasterFile – www.masterfile.com

MorgueFile – www.morguefile.com

Pixel Perfect Digital – www.pixelperfectdigital.com

FreeImages – www.freeimages.co.uk

FreeFoto.com – www.freefoto.com

Free Pictures Photos – www.free-pictures-photos.com

BigFoto – www.bigfoto.com

FreeStockPhotos.com – www.freestockphotos.com

OneOddDude.net – www.oneodddude.net

Stock.XCHG - www.sxc.hu

Divisão de Serviços Técnicos

Catálogo da publicação na Fonte. UFRN/Biblioteca Central “Zila Mamede”

Oliveira, Ótom Anselmo de

Arquitetura atômica e molecular / Ótom Anselmo de Oliveira, Joana D’arc Gomes
Fernandes – Natal (RN) : EDUFRN – Editora da UFRN, 2006.
280 p.

ISBN 85-7273-278-0

1. Ligações químicas. 2. Modelos atômicos. 3. Tabela periódica. I. Fernandes, Joana
D’arc Gomes. II. Título.

RN/UFR/BCZM 2006/18

CDU 541

CDD 541.5

Todos os direitos reservados. Nenhuma parte deste material pode ser utilizada ou reproduzida sem a autorização expressa da UFRN - Universidade Federal do Rio Grande do Norte.

Apresentação

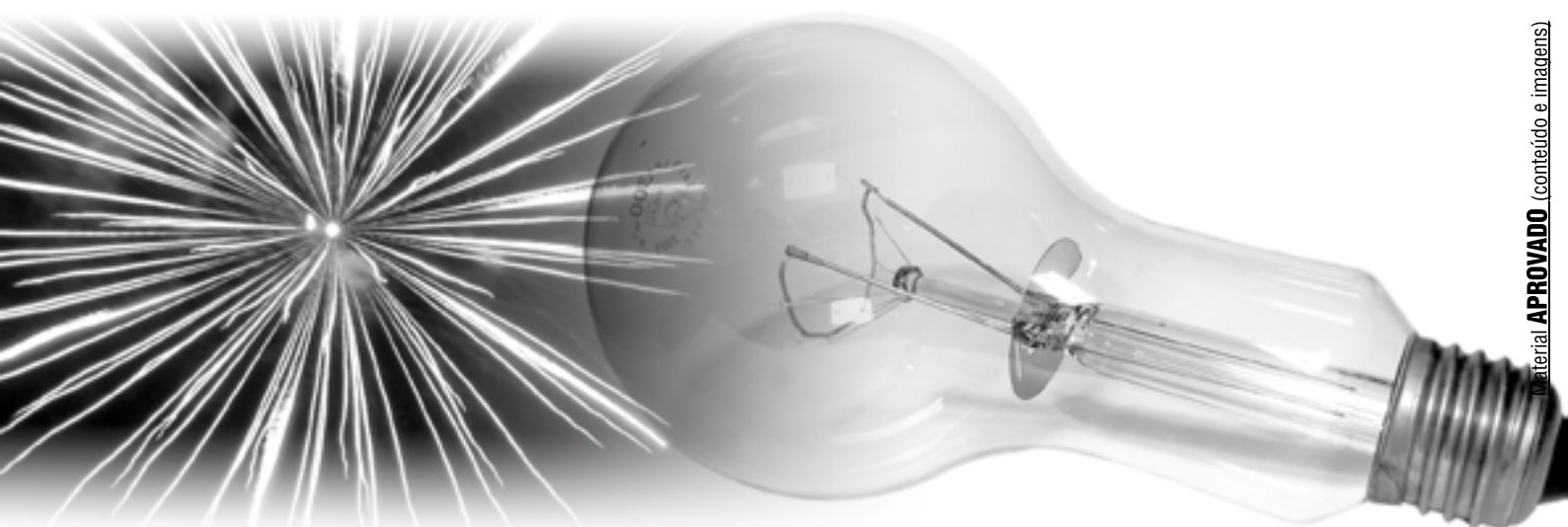
Após meados do século XIX, o desenvolvimento do modelo atômico passou a se fundamentar mais em estudos sobre a luz emitida ou absorvida pelos materiais. Esses estudos mostraram que as emissões luminosas do sol, de lâmpadas, dos fogos de artifício ou da chama dos fogões, entre outros exemplo, devem-se a transições eletrônicas nos átomos.

Um fato facilmente observável é que as cores das luzes variam de acordo com a natureza do material emissor. Assim, lítio, sódio e bário, quando aquecidos, emitem, respectivamente, luz vermelha, amarela e verde. Hoje, sabemos por que isso acontece, mas durante muito tempo foi um enigma que começou a ser decifrado com estudos sobre a luz emitida na queima do hidrogênio. São os fundamentos e os resultados desses estudos que discutiremos nesta aula, descrevendo a natureza ondulatória da luz, a quantização de energia e o modelo desenvolvido por Bohr, baseado na física clássica e na hipótese quântica de Planck.

Objetivos

Após esta aula, você deverá:

- 1** compreender a natureza dual da luz e o surgimento da hipótese quântica;
- 2** explicar como Bohr formulou seu modelo atômico, empregando a física clássica e a hipótese quântica de Planck.



A natureza ondulatória da luz

Podemos observar a formação de uma onda quando jogamos uma pedra na água de um açude. O choque da pedra com a água gera uma onda na superfície que se propaga, afastando-se do ponto da queda da pedra (veja Figura 1). Se no caminho da onda estiver um flutuador (barco), observa-se um movimento periódico para cima e para baixo, como é mostrado na Figura 2, provocado pela sucessão de cristas e vales que se repete em intervalos de tempo regulares.



Figura 1 – Ondas formadas na superfície da água quando se joga uma pedra

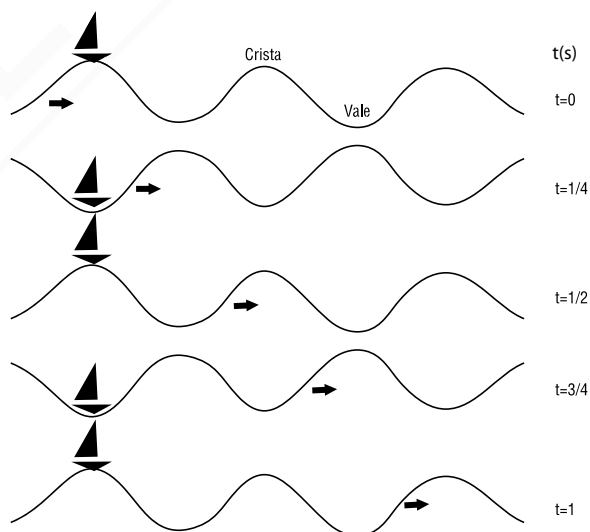


Figura 2 – Movimento periódico de um flutuador provocado pela sucessão de cristas e vales. O número de oscilações por segundo é a frequência do flutuador.

O número de vezes que o flutuador oscila para cima e para baixo pela passagem de uma onda completa (oscilação ou ciclo) por unidade de tempo é a frequência da onda, representada pela letra grega ν (ni). Por exemplo, se pelo flutuador passam 10 ondas completas em um segundo, a frequência da onda é 10 ciclos por segundo, que é igual a 10 hertz (Hz). Em

geral, a palavra ciclo é suprimida das unidades de frequência, que são dadas apenas como “por segundo” que é o inverso do segundo ($1/s$ ou s^{-1}), ficando subentendido que estão envolvidos ciclos ou oscilações ($1 s^{-1} = 1 \text{ Hz}$).

A distância entre duas cristas consecutivas ou dois vales é denominado **comprimento de onda**, representado pela letra grega λ (lambda), que é expresso em unidade de comprimento, por exemplo, o metro (veja a Tabela 1). A altura da onda acima da linha central é a amplitude da onda, representada por A , conforme ilustra a Figura 3.

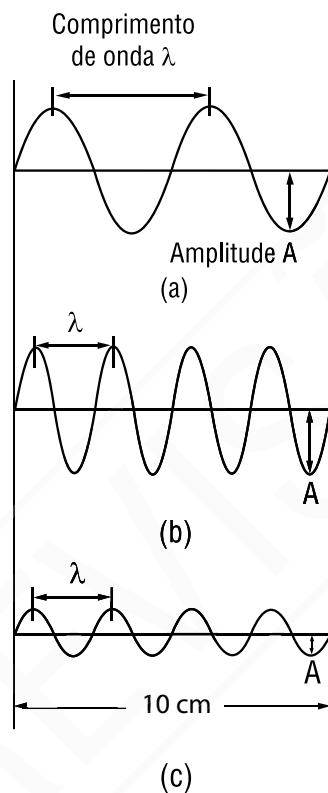


Figura 3 – (a) Dois ciclos completos ou duas oscilações com o comprimento de onda λ e amplitude A percorrem 10 cm. (b) A onda tem o dobro de cristas e vales da onda em (a) e a mesma amplitude. A frequência da onda ν em (b) é o dobro da frequência ν em (a). Em (c), a onda tem a mesma frequência de (b), porém, a amplitude é menor.

Até agora descrevemos as características de uma onda simples. Da mesma maneira que o flutuador na superfície do açude oscila quando uma onda passa por ele, uma partícula carregada eletricamente é perturbada por uma radiação eletromagnética. A luz tem características ondulatórias que provêm das oscilações dos campos elétricos e magnéticos perpendiculares entre si, que se propaga no vácuo com velocidade constante c , de $3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$. A luz visível, as ondas de rádio, os raios X, microondas, radiação gama são todas radiações eletromagnéticas que diferem entre si pela ν e λ . E, quando organizadas na seqüência de comprimentos de ondas, constituem um espectro eletromagnético, veja a Figura 4 a seguir.

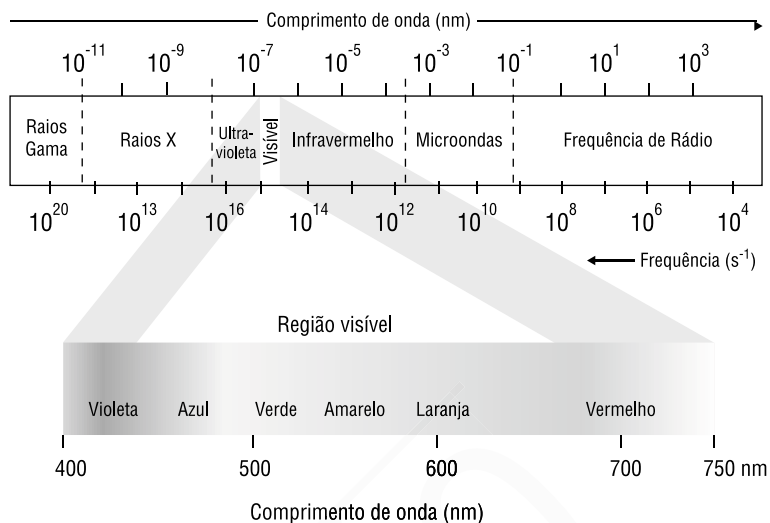


Figura 4 – Espectro eletromagnético e a denominação de suas regiões com os seus respectivos comprimentos de onda e frequências. Todas as radiações se deslocam com velocidade constante, c , velocidade da luz.

Provavelmente, você já viu um arco-íris num dia chuvoso. A gama de cores do vermelho ao violeta que compõe o arco-íris é um espectro da luz visível. Ele é formado pela decomposição da luz branca quando passa por gotículas de água que funcionam como um prisma.

As radiações eletromagnéticas apresentam diferentes comprimentos de onda e frequência, mas todas se propagam no vácuo com a mesma velocidade, ou seja, a uma velocidade constante, c . O produto da frequência, ν , pelo comprimento de onda, λ , é sempre igual à velocidade c , na qual a onda de luz se propaga, podendo ser expressa pela equação $c = \lambda\nu$.

Sendo m a unidade de λ e $\frac{1}{s}$ de ν , a unidade de velocidade é

$$c = m \times \frac{1}{s} = \frac{m}{s} = m \text{ s}^{-1}.$$

Tabela 1 – Unidades mais usadas de comprimento de onda

Unidade	Símbolo	Comprimento (m)
Metro	m	1
Centímetro	cm	10 ⁻²
Milímetro	mm	10 ⁻³
Micrômetro	μm	10 ⁻⁶
Nanômetro	nm	10 ⁻⁹
Angström	Å	10 ⁻¹⁰
Picômetro	pm	10 ⁻¹²

Exemplo 1

Uma radiação eletromagnética se desloca à velocidade da luz, $3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$, com uma frequência de $4,32 \times 10^{14}$ oscilações por segundo.

- Calcule o comprimento de onda da radiação em nm?
- Quantas ondas há em um centímetro?
- Localize no espectro eletromagnético (Figura 4) a radiação cujo comprimento de onda você calculou no item (a).

Resolvendo o exemplo 1

São dados no exercício: $c = 3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ e $\nu = 4,32 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$

- Para calcular o comprimento de onda, λ , da radiação, aplicamos a equação:

$$c = \nu\lambda$$
$$c = \nu\lambda \Rightarrow \lambda = \frac{c}{\nu} \Rightarrow \lambda = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{4,32 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}}$$
$$\lambda = 6,94 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Consultando a Tabela 1, vamos efetuar a conversão de metros (m) para nanômetro (nm).

$$\lambda = \frac{6,94 \times 10^{-7} \text{ m} \times 1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}}$$
$$\lambda = 694 \text{ nm.}$$

- Para calcular o número de ondas em 1 cm, devemos efetuar a conversão de nm para cm. Efetuando a conversão de nm para cm, teremos:

$$\lambda = \frac{1 \times 10^{-7} \text{ cm} \times 694 \text{ nm}}{1 \text{ nm}}$$
$$\lambda = 6,94 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

Calculando λ em cm, podemos determinar o número de ondas em 1 cm, fazendo a seguinte regra de três:

$$6,94 \times 10^{-5} \text{ cm} \quad \text{---} \quad 1 \text{ onda}$$
$$1 \text{ cm} \quad \text{---} \quad \text{número de ondas } (\bar{\nu})$$
$$\bar{\nu} = \frac{1 \text{ cm} \times 1 \text{ onda}}{6,94 \times 10^{-5} \text{ cm}}$$
$$\bar{\nu} = 14409 \text{ ondas cm}^{-1}$$

- A radiação cujo λ é 694 nm encontra-se na região do vermelho.



Atividade 1

Observe o espectro eletromagnético mostrado na Figura 4 e relacione o tipo de radiação com faixas dos respectivos comprimentos de onda. Descreva como evoluem as cores no espectro visível de acordo com o comprimento de onda.



Planck

Fonte: <http://phstudy.technion.ac.il/~wn114211/img9.gif>

Max Karl Ernst Ludwig Planck (1858-1947), físico alemão, criou o conceito de quantização de energia em 1900. Por esse trabalho recebeu em 1918 o Prêmio Nobel de Física. Em reconhecimento por sua contribuição à ciência no ano de 1958, sua imagem foi estampada na moeda alemã de 2 marcos.

Quantum

O quantum é a menor quantidade de energia que pode ser absorvida ou emitida como radiação eletromagnética por um corpo.

A quantização de energia

No final do século XIX, muitos cientistas estudavam o fenômeno da emissão de radiação por um corpo aquecido, tentando entender a relação entre a temperatura, a intensidade e o comprimento de onda da radiação emitida por esse corpo. Como as leis da física clássica conhecida na época não proporcionavam explicações adequadas para tais observações, **Planck**, em 1900, tentando explicar essas emissões, formulou uma hipótese ousada para a época, admitido que a transmissão de energia entre os corpos ocorre através da troca de pacotes ou *quanta* de energia entre eles e que as radiações se constituíam de *quanta* (plural de **quantum**) de energia. Portanto, a energia é transferida de maneira descontínua, ou seja, **quantizada**.

De acordo com Planck, a energia E de um *quantum* é dada pelo produto de uma constante h , conhecida como constante de Planck, cujo valor é $6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$, pela frequência da radiação, ν .

$$E = h\nu$$

Como a energia é quantizada, só são permitidos valores de energia que sejam múltiplos inteiros de $h\nu$. Por exemplo, $1h\nu, 2h\nu, 3h\nu, 4h\nu, \dots$

$$E = nh\nu$$

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

Exemplo 2

- Calcule a menor quantidade de energia radiante que um corpo pode emitir:
 - de luz azul cujo comprimento de onda é 470 nm;
 - de luz vermelha cujo comprimento de onda é 700 nm.
- Localize essas radiações no espectro eletromagnético mostrado na Figura 4. Qual das duas radiações tem maior energia?

Resolvendo o exemplo 2

A menor quantidade de energia radiante que um corpo pode emitir ou absorver é um *quantum* de energia, $n = 1$

$$E = nh\nu \Rightarrow E = nh\frac{c}{\lambda}$$

São dados:

$$n = 1$$

$$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$c = 3,0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

$$\lambda_{\text{azul}} = 470 \text{ nm} = 4,70 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_{\text{vermelha}} = 700 \text{ nm} = 7,00 \times 10^{-7} \text{ m}$$

1(a)

Substituindo os valores dados, na equação $E = nh\frac{c}{\lambda}$ teremos:

$$E_{\text{azul}} = 1 \times 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \left(\frac{3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{4,70 \times 10^{-7} \text{ m}} \right)$$

$$E_{\text{azul}} = 4,23 \times 10^{-19} \text{ J}$$

1(b)

$$E_{\text{vermelha}} = 1 \times 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \left(\frac{3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{7,00 \times 10^{-7} \text{ m}} \right)$$

$$E_{\text{vermelha}} = 2,84 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Resolvendo o item 2

Observando a Figura 4, verificamos que as radiações encontram-se na região do visível. Comparando os valores das energias calculadas nos itens 1(a) e 1(b), concluímos que a radiação de menor comprimento de onda, a luz azul, possui maior energia do que a luz vermelha de maior comprimento de onda.



Atividade 2

As ondas eletromagnéticas cobrem um grande intervalo de comprimento de onda e de frequência. Por isso, são classificadas em diferentes grupos de acordo com os seus λ . Pesquise na *Internet* as aplicações dos distintos grupos de radiação que compõem o espectro eletromagnético.



Albert Einstein

As idéias de Planck e Einstein revolucionaram a ciência do início do século XX:

- para Planck, a energia é transferida de maneira descontínua, logo a energia é quantizada;
- para Einstein, a luz é composta de partículas denominadas de fótons.

Energia cinética

Energia cinética é a energia que um corpo possui em virtude do seu movimento e é dada pela equação $E_c = \frac{1}{2}mv^2$.

O efeito fotoelétrico

Desde 1887, experiências mostravam que elétrons poderiam ser ejetados de uma superfície metálica quando esta era exposta à luz, em geral, luz ultravioleta. A explicação para essas observações foi dada, em 1905, por **Albert Einstein**. Para ele, a luz não apresenta apenas propriedades ondulatórias caracterizadas pela frequência (ν) e pelo comprimento de onda (λ). Apresenta, também, propriedades corpusculares. Ele admitiu que a energia radiante está quantizada em pacotes de energia, que vieram a ser chamados de **fótons**. Esses fótons, de energia $h\nu$, ao colidirem com os elétrons do metal, transferiam toda sua energia para esses elétrons, que eram ejetados da placa metálica com uma determinada **energia cinética**. Tal fenômeno foi chamado de **efeito fotoelétrico**.

As conclusões de Einstein sobre o efeito fotoelétrico foram as seguintes.

1. Na colisão de um fóton com um elétron, toda a energia do fóton era transferida para o elétron.
2. Os elétrons só eram ejetados da placa metálica quando a energia da radiação incidente era maior do que a energia que mantém os elétrons ligados ao átomo na placa metálica.
3. Os elétrons eram ejetados com uma determinada **energia cinética**, que variava com a energia da radiação incidente. Quanto mais energética era a radiação que atingia a superfície metálica, maior a energia cinética dos elétrons ejetados.
4. Um aumento na intensidade da radiação levava a um maior número de elétrons ejetados da superfície metálica. A intensidade da radiação estava relacionada com o número de fótons que compõe o feixe luminoso e não com sua energia.

Na Figura 5, encontra-se esquematizado o efeito fotoelétrico.

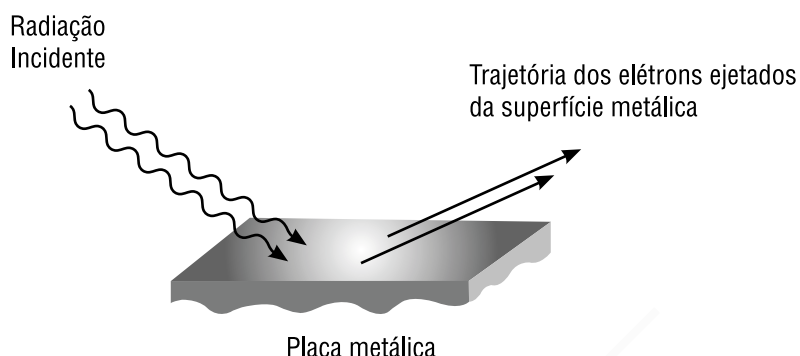


Figura 5 – A energia dos fótons incidente provoca a ejeção de elétrons do metal, o excesso de energia converte-se em energia cinética dos fotoelétrons. Fotoelétrons são os elétrons ejetados da placa metálica.

A equação que expressa o efeito fotoelétrico é a seguinte:

$$E_i = E_o + E_c$$
$$h\nu_i = h\nu_o + \frac{1}{2} m v^2$$

Nessa fórmula, E_i é a energia da radiação que incide sobre a placa metálica. E_o é a energia necessária para ejetar o elétron da superfície metálica, definida como **função trabalho** ou **energia crítica** e é um parâmetro característico de cada metal. E_c é a energia cinética adquirida pelo elétron ejetado. Só ocorrerá emissão de elétrons se $E_i > E_o$, pois neste caso o fóton terá energia suficiente para arrancar o elétron do metal.

Exemplo 3

Uma luz ultravioleta com frequência de $1,25 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ incide sobre uma superfície de cálcio metálica e elétrons são ejetados da superfície.

- Calcule a energia cinética do elétron ejetado se a função trabalho do cálcio é $4,34 \times 10^{-19} \text{ J}$.
- Qual a velocidade do elétron ejetado?

Resolvendo o exemplo 3

A equação que representa o efeito fotoelétrico é:

$$E_i = E_o + E_c$$

São dados no exemplo:

$$\nu_i = \text{frequência da luz incidente} = 1,25 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$E_o = h\nu_o = \text{função trabalho} = 4,34 \times 10^{-19} \text{ J} \Rightarrow 1 \text{ Joule (J) equivale a } \text{kg m}^2\text{s}^{-2}$$

Dados tabelados:

$$\text{Constante de Planck, } h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$\text{Massa do elétron, } m_e = 9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

(a) Calculando a energia cinética do elétron ejetado, E_c .

$$E_i = E_o + E_c$$

$$h\nu_i = h\nu_o + E_c$$

$$E_c = h\nu_i - h\nu_o$$

Substituindo os valores na equação:

$$E_c = (6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 1,25 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}) - 4,34 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_c = 3,95 \times 10^{-19} \text{ J}$$

(b) Calculando a velocidade do elétron ejetado.

Para calcular a velocidade do elétron ejetado, são necessárias: a massa do elétron, m_e , e a energia cinética do elétron calculado no item (a), que é $E_c = 3,93 \times 10^{-19} \text{ J}$.

A energia cinética é dada pela equação: $E_c = \frac{1}{2} m v^2$

Então,

$$v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}}$$

$$v = \sqrt{\frac{2E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \times 3,95 \times 10^{-19} \text{ kg m}^2\text{s}^{-2}}{9,1 \times 10^{-31} \text{ kg}}}$$

$$v = \sqrt{8,68 \times 10^{11} \text{ m}^2\text{s}^{-2}}$$

$$v = 9,32 \times 10^5 \text{ m s}^{-1}$$



Atividade 3

1

A frequência mínima necessária para provocar o efeito fotoelétrico na superfície de uma placa do tungstênio é $1,3 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$. Qual o menor comprimento de onda do fóton capaz de provocar o efeito fotoelétrico no tungstênio?

2

Calcule a energia desse fóton.

3

Se o tungstênio for irradiado com luz, cujo comprimento de onda é 150 nm, qual a energia cinética máxima possível dos elétrons ejetados da placa?

4

Calcule a velocidade dos elétrons ejetados da placa metálica.

Espectro atômico

Por volta de 1880, experimentos mostravam que as espécies químicas gasosas, quando excitadas em condições apropriadas, podiam emitir luz com alguns comprimentos de onda característicos. Na época, muitos cientistas estudavam as linhas ou as raias observadas no **espectro do átomo de hidrogênio**, submetido à baixa pressão, quando uma corrente elétrica passava através dele. Entre esses, Balmer, em 1885, propôs a fórmula seguinte para calcular o comprimento de onda das raias espectrais do átomo de hidrogênio observadas na região do visível

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = C \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Nesta fórmula, n é um número inteiro, sendo maior ou igual a 3, $\bar{\nu}$ é o número de onda correspondente às raias, e C é uma constante cujo valor é $3,29 \times 10^{15} \text{ Hz}$.

Cinco anos depois, em 1890, Rydberg escreveu essa equação de uma forma generalizada, a partir da qual era possível calcular o comprimento de onda das raias do espectro de emissão do átomo de hidrogênio em outras regiões do espectro. Essa equação ficou conhecida como equação de Rydberg e é expressa na forma:

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$



Espectro

Espectro de linha é um espectro que só tem determinados comprimentos de onda. Todos os átomos têm seu espectro de linha característico, que é chamado de espectro de emissão dos átomos.

Nome: _____

Data: _____

Material **APROVADO** (conteúdo e imagens)

Em que, λ é o comprimento de onda da radiação correspondente a cada linha do espectro, n_1 e n_2 são números inteiros que podem variar de 1 a ∞ , e n_2 deve ser sempre maior que n_1 . R é uma constante empírica, o que significa que seu valor é ajustado de modo que a equação dê valores de λ correspondentes aos observados experimentalmente e é conhecida como **constante de Rydberg**, cujo valor é $1,097373 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Se n_1 for igual a 2 e n_2 igual a 3, tem-se o comprimento de onda de $6,563 \times 10^{-7} \text{ m}$ ou 656,3 nm correspondente à raia vermelha do espectro de hidrogênio. Para $n_1 = 2$ e $n_2 = 4$, λ é igual a $4,860 \times 10^{-7} \text{ m}$ ou a 486,0 nm, que corresponde à raia verde, quando $n_2 = 5$ e $n_1 = 2$, λ é igual a $4,339 \times 10^{-7} \text{ m}$ ou a 433,9 e tem-se a raia azul. O conjunto de linhas observadas na região do visível é conhecido como **série de Balmer**. Outros cientistas, como Lyman, Paschen, Bracket e Pfund, nos seus estudos, caracterizaram novas séries espectrais que ficaram conhecidas como **série de Lyman**, na região do ultravioleta, e as **séries de Paschen, Bracket e Pfund**, na região do infravermelho. Veja a Figura 6.

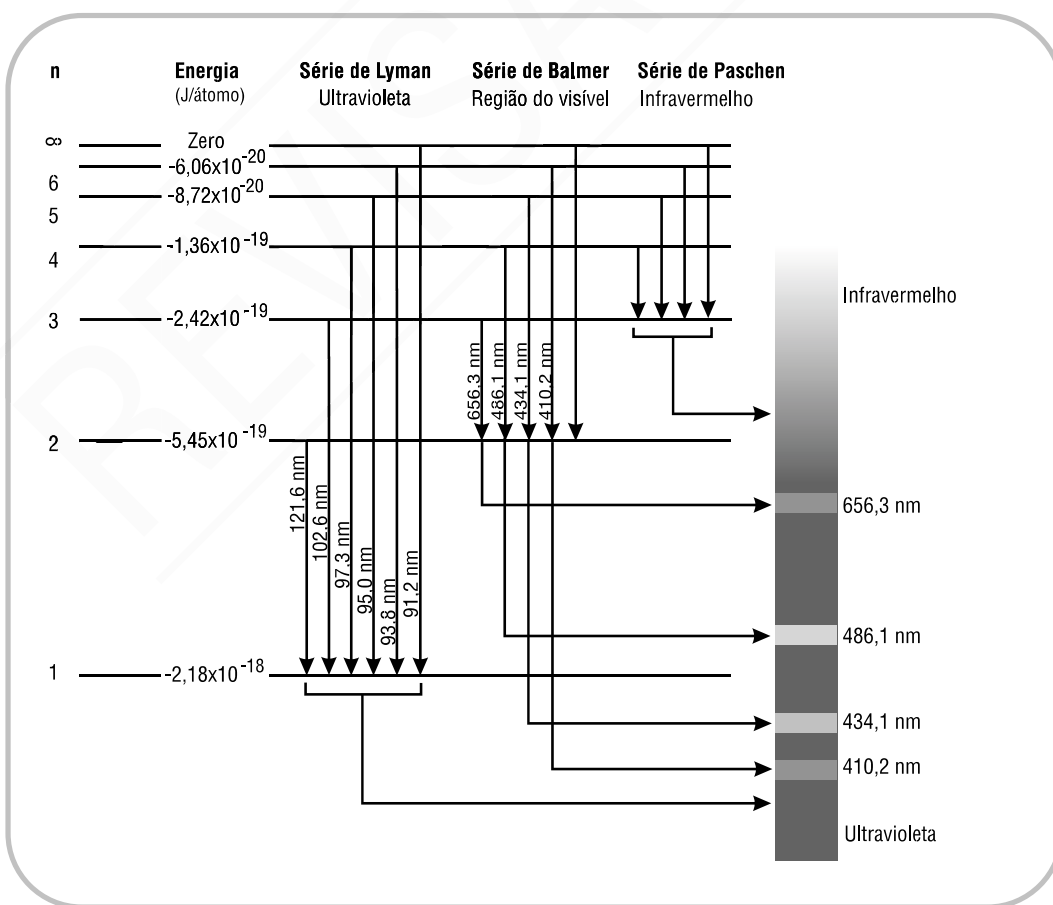


Figura 6 – Séries espectrais do átomo de hidrogênio

Data: / / Nome:

Material APROVADO (conteúdo e imagens)



Atividade 4

Faça uma pesquisa na *Internet* e nas referências recomendadas no final da aula e defina os seguintes termos: espectroscopia e espectrofotômetro.

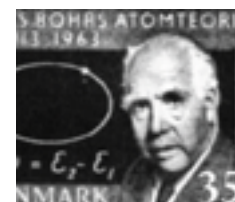
O modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio

A equação de Rydberg expressava uma constatação, mas não havia qualquer fundamento teórico para lhe dar sustentação. Porém, em 1913, **Bohr**, empregando os conceitos da física clássica e a hipótese quântica de Planck, deduziu a equação de Rydberg, e, assim, explicou através de um modelo, as linhas ou raios observadas no espectro de emissão dos átomos de hidrogênio. Para isso, Bohr formulou os seguintes postulados.

- 1) Só é permitido ao elétron ocupar certos estados estacionários no átomo e em cada um desses estados a energia é fixa e definida.
- 2) Quando o elétron está ocupando um desses estados, seu movimento descreve uma órbita circular ao redor do núcleo.
- 3) Os estados estacionários permitidos são aqueles em que o momento angular (mvr) do elétron é quantizado em múltiplos inteiros de $\frac{h}{2\pi}$, então:

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

- 4) O elétron num estado estacionário não emite radiação. Entretanto, ao passar de um estado para outro, ele absorve ou emite um quantum de energia $h\nu$, correspondente à diferença de energia entre os dois estados.



Niels Bohr

Em 1922, Niels Bohr (1885-1962), físico dinamarquês, recebeu o Prêmio Nobel de Física por seu modelo atômico publicado em 1914. Um ano após sua morte, a Dinamarca lançou um selo em sua homenagem.

Data: ___/___/___ Nome: _____

MATERIAL APROVADO (conteúdo e imagens)

Portanto:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$$

em que ΔE é a energia emitida ou absorvida na transição do elétron de um estado estacionário para outro, E_2 e E_1 são as energias dos estados. Veja a Figura 7.

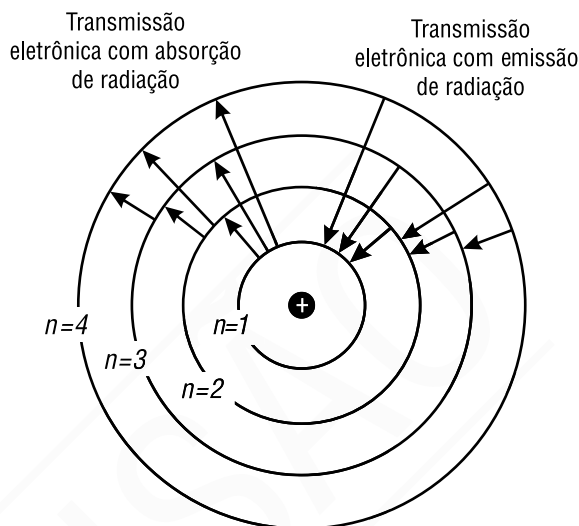


Figura 7 – Modelo de Bohr para o átomo de hidrogênio. Estados de energia permitidos, $n = 1, 2, 3, 4, \dots$. Energia radiante é emitida quando o elétron passa de um estado de maior energia para um estado de menor energia. Por exemplo, um elétron que passa de nível $n = 3$ para $n = 2$ emite luz de cor vermelha.

Com base nesses postulados, Bohr deduziu as equações para calcular o raio das órbitas, a energia e a velocidade do elétron. Essas equações relacionam os parâmetros Z (número atômico), m_e (massa do elétron), as constantes universais (h, π, e, ϵ_0) e o número quântico n , conforme está expresso nas equações:

$$v = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0nh} \quad v \text{ é a velocidade do elétron,}$$

$$r = \frac{n^2\epsilon_0h^2}{\pi Ze^2m_e} \quad r \text{ é o raio da órbita}$$

$$r = \frac{n^2}{Z} \left(\frac{\epsilon_0h^2}{\pi e^2m_e} \right) \quad \text{As constantes físicas } \frac{\epsilon_0h^2}{\pi e^2m_e} \text{ podem ser substituídas por uma única constante } (a_0) \text{ denominada raio de Bohr, } a_0 = 52,918 \text{ pm}$$

$$r = \frac{n^2}{Z} a_0$$

Para o átomo de hidrogênio, $Z = 1$ então, $r = a_0n^2$. Se o átomo encontra-se no estado de menor energia, $n = 1$ e $r = a_0$.

A equação que expressa energia de um elétron em um estado estacionário ou em uma órbita de Bohr é

$$E = -\frac{Z^2e^4m_e}{n^28\pi\epsilon_0^2h^2}$$

Como todos os valores moleculares $\frac{e^4 m_e}{8\pi\epsilon_0^2 h^2}$ são constantes, podemos simplificar a equação de energia, considerando $\frac{e^4 m_e}{8\pi\epsilon_0^2 h^2} = A$, que é uma constante cujo valor é $2,18 \times 10^{-18}$ J.

$$\text{Então, } E_n = -A \frac{Z^2}{n^2}$$

Usando essa equação é possível calcular a energia das orbitais do átomo de hidrogênio.

Exemplo 4

Calcule a energia do elétron do átomo de hidrogênio (a) na órbita de menor energia; (b) na segunda órbita de Bohr.

Resolvendo o item (a)

O elétron se encontra com menor energia quando está ocupando o primeiro estado estacionário ou na primeira órbita.

Como vimos, a equação da energia de um estado estacionário é: $E_n = -A \frac{Z^2}{n^2}$

Se $A = 2,18 \times 10^{-18}$ J, $Z = 1$ (número atômico do hidrogênio) e $n = 1$

$$E_1 = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J } \frac{1^2}{1^2}$$

$$E_1 = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

Resolvendo o item (b)

Para a segunda órbita $n = 2$, substituindo na equação de energia:

$$E_2 = -2,18 \times 10^{-18} \text{ J } \frac{1^2}{2^2}$$

$$E_2 = -5,45 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Deduzida a equação para energia de uma órbita, Bohr calculou a energia emitida ou absorvida em uma transição eletrônica usando o 4º postulado, o qual estabelece que as transições eletrônicas obedeciam à equação

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$$

sendo E_2 o estado final de energia e E_1 o estado inicial. Substituindo-se a energia de uma órbita ou de um estado estacionário, que é dada por $E_n = -A \frac{Z^2}{n^2}$, teremos:

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

$$\Delta E = -A \frac{Z^2}{n_2^2} - \left(-A \frac{Z^2}{n_1^2} \right)$$

$$\Delta E = -A \frac{Z^2}{n_2^2} + A \frac{Z^2}{n_1^2}$$

← rearranjando a equação e colocando em evidência A e Z , obtém-se a seguinte equação:

$$\Delta E = AZ^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\text{Como } \Delta E = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

$$\Delta E = h \frac{c}{\lambda} = AZ^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{AZ^2}{hc} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Substituindo os valores de A , h e c na equação $\frac{A}{hc}$ obtém-se $1,096776 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$; sendo, portanto, praticamente igual à constante de Rydberg ($R = 1,097373 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$).



Exemplo 5

Mol

O mol é uma quantidade de partículas idênticas, cujo número é o de Avogadro, $6,023 \times 10^{23}$.

O mol é a unidade de quantidade química do sistema internacional de medidas (SI).

Estado fundamental

O estado de mais baixa energia do átomo é denominado estado fundamental ou estado basal.

O elétron do átomo de hidrogênio sofre uma transição de $n = 1$ para $n = \infty$. (a) Calcule a energia absorvida nessa transição. (b) Qual a energia necessária para que ocorra a transição eletrônica em um **mol** de átomos de hidrogênio?

Resolvendo o item (a)

Para resolvermos o item (a) desse problema, substituímos os valores dados: $Z = 1$, $A = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$, $n_1 = 1$ e $n_2 = \infty$ na equação, $\Delta E = AZ^2 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$, obtendo

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}^2 \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right)$$

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

A energia do fóton que promove a transição do elétron do átomo de hidrogênio do **estado fundamental**, n_1 , para o $n = \infty$ é $2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$.

Resolvendo o item (b)

Neste item, vamos calcular a energia necessária para que ocorra a transição eletrônica em um mol de átomos de hidrogênio. Essa quantidade corresponde a $6,023 \times 10^{23}$ átomos. Portanto,

$$x = \frac{2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \times 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ átomo}}$$

$$x = 131304,0 \text{ J/mol ou } 131,304 \text{ kJ/mol}$$

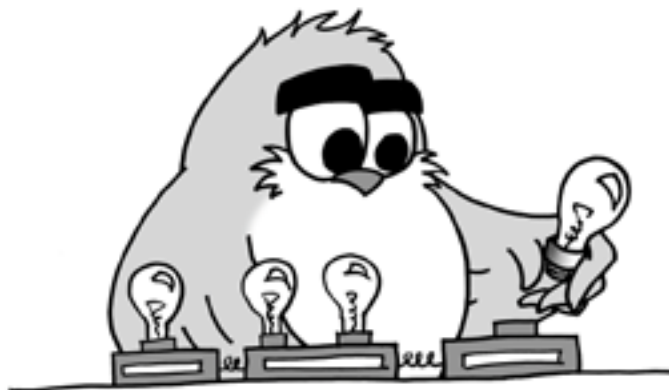
Portanto, Bohr com seu modelo atômico deduziu a equação de Rydberg, obtida de forma empírica, interpretando quantitativamente o espectro atômico do hidrogênio. Esse modelo, no entanto, não foi capaz de explicar os espectros de átomos mais complexos que o hidrogênio, mesmo com as modificações propostas por Sommerfeld e por outros cientistas da época. Apesar disso, o modelo de Bohr foi o primeiro a relacionar a hipótese de quantização da energia ao comportamento do elétron no átomo.



Atividade 5

Use como fonte de pesquisa a *Internet* e as referências citadas no final desta aula para executar as atividades seguintes.

- 1** Como você leu na apresentação da aula, as lâmpadas são exemplos da emissão de luz por átomos. Sabemos que existem vários tipos de lâmpadas, como as incandescentes, vapor de sódio, vapor de mercúrio, fluorescente, dentre outras. Pesquise as diferenças entre os quatro tipos de lâmpadas citadas.
- 2** Pesquise o valor da energia de ionização do hidrogênio e compare com o resultado obtido no item (b) do exemplo 5. Qual a sua conclusão? Defina então o que é energia de ionização.
- 3** Pesquise e faça um resumo sobre o modelo proposto por Sommerfeld para aperfeiçoar o Modelo Atômico de Bohr.



Resumo

A frequência, ν , e o comprimento de onda, λ , caracterizam uma onda. Todas as radiações eletromagnéticas (também chamadas de energia radiante) têm a mesma velocidade no vácuo $c = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$. Porém, diferentes comprimentos de onda e frequências estão relacionados, obedecendo à equação $c = \lambda\nu$. Planck admitiu que a luz era emitida de maneira descontínua e que as radiações só podiam assumir valores de energia que satisfizessem à expressão: $E = nh\nu$. Logo, a energia seria quantizada. Einstein propôs que as radiações eletromagnéticas eram constituídas de partículas, que foram chamadas de fótons. A energia de cada fóton está relacionada com a frequência pela equação $E = h\nu$. Einstein sugeriu a equação $E_i = E_o + E_c$ para explicar o fenômeno de emissão de fotoelétrico que ocorre quando radiações de determinado comprimento de onda incidem sobre uma placa metálica. Esse fenômeno é conhecido como efeito fotoelétrico. Uma relação matemática para calcular o comprimento de onda das raias espectrais do hidrogênio foi proposta por Rydberg. Posteriormente, Bohr desenvolveu um modelo atômico que explicava as raias espectrais do átomo de hidrogênio. Nesse modelo, o átomo emite luz quando o elétron passa de um estado de maior energia para um de menor energia. A diferença entre esses dois estados deve ser sempre igual a $h\nu$.

Auto-avaliação

1

Com os dados apresentados na Figura 8 a seguir, calcule:

- a frequência da radiação;
- o número de onda por cm;
- o número de ondas que passam no ponto B durante 10^{-7} s;
- quantos máximos ou vales desta radiação existem entre os pontos A e B?

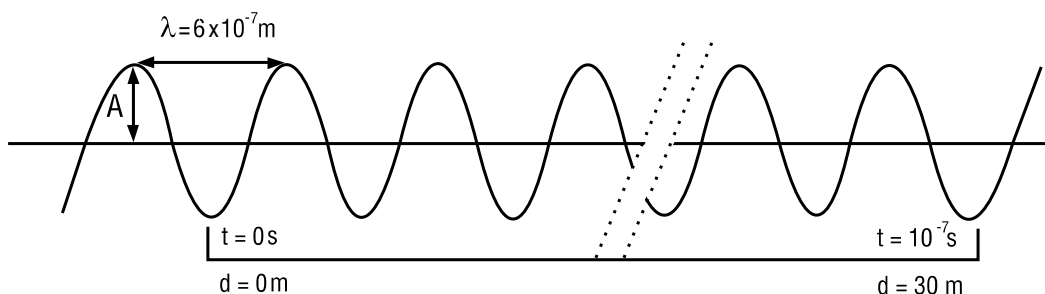


Figura 8

2

Uma radiação emitida em um forno de microondas tem comprimento de onda de $4,0 \times 10^{-3}$ m. Calcule:

- (a) a frequência da radiação emitida;
- (b) a energia da radiação produzida pelo forno quando é emitido um fóton;
- (c) a energia da radiação produzida pelo forno quando são emitidos um mol de fótons.

3

Escreva o que você entendeu sobre **quantização de energia**.

4

Algumas das raias do espectro de hidrogênio encontram-se em 410,2 nm, 954,6 nm, 102,6 nm e 121,6 nm.

- (a) Qual dentre essas raias é a mais energética?
- (b) Organize essas raias na ordem crescente de energia.
- (c) Calcule a frequência e a energia da raia de menor energia.

5

Faça a distinção entre: espectro eletromagnético, espectro atômico ou de linha, espectro de emissão, espectro de absorção.

6

Calcule a energia cinética de um elétron ejetado de uma superfície metálica composta por átomos de rubídio, quando a mesma é irradiada com luz de comprimento de onda igual a 300 nm. A energia mínima necessária para arrancar um elétron dessa superfície é 2,14 eV. (1 eV é equivalente a $1,602 \times 10^{-19}$ J).

7

O raio de uma determinada órbita de Bohr para o hidrogênio é 476,1 pm. Calcule para essa órbita:

- (a) o valor de n ;
- (b) a energia da órbita;
- (c) a energia **absorvida** quando o elétron passa do estado de energia calculado para o vizinho mais próximo.

Referências

ATKINS, P. W.; JONES, L. **Princípio de química**. Porto Alegre: Bookman, 2001.

BRADY, J. E.; RUSSEL, J. E.; HOLUM, J. R. **Química** – a matéria e suas transformações. 3.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2003. v. 1 e 2.

GARRITZ, A.; CHAMIZO, J. A. **Química**. São Paulo: Prentice Hall, 2003.

J. D. LEE. **Química inorgânica não tão concisa**. 5.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1999.

KOTZ, J. C.; TREICHEL JR, P. **Química e reações químicas**. 4.ed. Rio de Janeiro: LTC, 2002. v. 1 e 2.

MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química** – um curso universitário. 4.ed. São Paulo: Edgard Blücher LTDA, 1993.

REVISADO

Data: ___/___/___ Nome: _____

Material **APROVADO** (conteúdo e imagens)

Secretaria de
Educação a Distância

Ministério
da Educação

